Deuxième méthode : On utilise le signe de la f.é.m. initiale de la pile correspondante .

Activité (1)

On donne les potentiels normaux d'électrode des couples suivants :

$E°\,(Co^{2+}/Co) = -0,28$ V et $E°(Cd^{2+}/Cd) = -0,40$ V .

1° / Quel est l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort ?

2° / Schématiser la pile associée à la réaction :

$$Co + Cd^{2+} \rightleftharpoons Co^{2+} + Cd$$

3° / Calculer la f.é.m. normale et la constante d'équilibre .

4° / Quelle réaction est possible spontanément dans la pile pour les deux cas suivants :

a / $[Co^{2+}] = 10^{-4}.[Cd^{2+}]$; b / $[Co^{2+}] = [Cd^{2+}]$.

Solution (1)

D'après les potentiels normaux d'électrode des couples suivants :

$E°\,(Co^{2+}/Co) = -0,28$ V et $E°(Cd^{2+}/Cd) = -0,40$ V .

On constate que : $E°\,(Co^{2+}/Co) > E°(Cd^{2+}/Cd)$

1° / L'oxydant le plus fort est celui du couple qui a le potentiel normal d'électrode le plus élevé ; donc Co^{2+} est un oxydant plus fort que Cd^{2+} .

Le réducteur le plus fort est celui du couple qui a le potentiel normal d'électrode le moins élevé ; donc Cd est un réducteur plus fort que Co .

2° / Schéma de la pile associée à la réaction :

$$Co + Cd^{2+} \rightleftharpoons Co^{2+} + Cd\ .$$

(voir figure ci-dessous)

3° / Calcul de la f.é.m. normale et de la constante d'équilibre .

Par définition : $E° = E°_D - E°_G$,

soit : $E° = E°(Cd^{2+}/Cd) - E°\,(Co^{2+}/Co)$,

d'où : $E° = -0,40 + 0,28 = -0,12$ V .

Puis , la constante d'équilibre est : $K = 10^{\frac{E°}{0,03}} = 10^{-4}$.

4° / Réaction possible spontanément .

La fonction Π des concentrations relative à l'équation de la réaction associée s'écrit : $\Pi = \dfrac{[Co^{2+}]}{[Cd^{2+}]}$